QUÍMICA

Profesor
Julio César Rojas Talledo

UNIVERSIDAD NACIONAL DE INGENIERIA
SCIENTIA ET LABOR
LIMA PERU
1876

COMPOSICIÓN CENTESIMAL

FÓRMULAS QUÍMICAS

LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS

COMPOSICIÓN CENTESIMAL

La composición centesimal indica el porcentaje en masa de cada elemento que forma parte de un compuesto.

$$\%m = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa molar}} \cdot 100$$

Ejemplo:

Determinar la composición centesimal del agua.

Masa molar del H_2O = 18 $g.mol^{-1}$

Interpretación:

En 18 gramos de agua se tiene 2 gramos de hidrógeno y 16 gramos de oxígeno, luego su composición centesimal es:

$$\%m_H = \frac{2}{18} \cdot 100 = 11{,}11$$

$$\%m_O = \frac{16}{18} \cdot 100 = 88{,}89$$

01. Determinar la composición centesimal del hidróxido de sodio.
m.A: Na=23; O=16; H=1

A) Na = 47,5% ; O = 40,0% ; H = 12,5%
B) Na = 57,5% ; O = 39,0% ; H = 3,5%
C) Na = 47,5% ; O = 38,0% ; H = 14,5%
D) Na = 57,5% ; O = 40,0% ; H = 2,5%
E) Na = 47,5% ; O = 35,0% ; H = 17,5%

RESOLUCIÓN:

Compuesto : NaOH

Masa Molar : 40 g.mol^{-1}

Cálculo del porcentaje en masa:

$$\%m = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa molar}} \cdot 100$$

luego:

Na	O	H
$\frac{23}{40}$ .100 = 57,5	$\frac{16}{40}$ .100 = 40	$\frac{1}{40}$ .100 = 2,5

CLAVE: D

02. La sustancia “J" contiene 5,72% en masa de calcio. Suponiendo un átomo de calcio por unidad fórmula de "J"; determinar su masa fórmula.
m.A: Ca=40

A) 110,25 B) 220,5 C) 441
D) 882 E) 699,3

RESOLUCIÓN:

40 gramos Ca ------ 5,72 %

M.F ------ 100 %

∴ **M.F = 669,3 u**

CLAVE: E

03. ¿Qué porcentaje de azufre contiene el compuesto denominado "aceite de vitriolo"
m.A: S=32; H=1; O=16

A) 68,7% B) 36,0% C) 62,9%
D) 87,8% E) 32,6%

RESOLUCIÓN:

Compuesto : H_2SO_4

Masa Molar : 98 $g.mol^{-1}$

Cálculo del porcentaje en masa:

$$\%m = \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Masa molar}} \cdot 100$$

$$\therefore \quad \% m_S = \frac{32}{98} .100 = 32,6$$

CLAVE: E

FÓRMULA EMPÍRICA

- También se denomina fórmula mínima.
- Generalmente no representa la fórmula real del compuesto.
- Indica la mínima relación de los átomos de los diferentes elementos que formar un compuesto.
- Para determinar la fórmula empírica se debe realizar el siguiente procedimiento.

$$n_{átomos} = \frac{\text{Masa}}{\text{Masa molar}} = \frac{\%\ \text{masa}}{\text{Masa molar}} = \frac{\text{N° de átomos}}{\text{N}_{\circ}}$$

Observaciones:

- El número de moles de átomos para cada elemento es un número entero.
- Si resulta un valor fraccionario, entonces todos los valores se dividen entre el menor valor obtenido, y si resulta un valor fraccionario entonces todos los valores se deben de multiplicar por un número que resulte el mínimo entero.

04. Determinar la fórmula empírica de un compuesto orgánico oxigenado donde el porcentaje en masa de carbono es 40% y el del hidrógeno es 6,66%.

mA : C=12; H=1; O=16

A) CHO
B) CHO_2
C) C_2H_2O
D) CH_2O
E) C_2HO

RESOLUCIÓN:

Elemento	% en masa	m.A	Moles de átomos		Fórmula química
C	40	12	$\frac{40}{12} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	La fórmula empírica es: CH_2O
H	6,67	1	$\frac{6,67}{1} = 6,67$	$\frac{6,67}{3,33} = 2$	
O	53,33	16	$\frac{53,33}{16} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	

CLAVE: D

05. La nicotina tiene la siguiente composición porcentual en masa: C=74%; N=17,3% ; H=8,7%. Determinar la fórmula empírica del compuesto.

mA : C=12; H=1; O=16

A) C_5H_7N B) C_4H_6N C) C_6H_7N

D) $C_5H_6N_2$ E) $C_5H_7N_2$

RESOLUCIÓN:

Elemento	% en masa	m.A	Moles de átomos		Fórmula Química
C	74	12	$\frac{74}{12} = 6,16$	$\frac{6,16}{1,235} = 5$	La fórmula empírica es: C_5H_7N
H	8,7	1	$\frac{8,7}{1} = 8,7$	$\frac{8,7}{1,235} = 7$	
N	17,3	14	$\frac{17,3}{14} = 1,235$	$\frac{1,235}{1,235} = 1$	

CLAVE: A

FÓRMULA MOLECULAR

- La fórmula molecular es la fórmula real de un compuesto químico.
- Indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la fórmula molecular.
- La fórmula molecular se determina mediante la siguiente relación:

Fórmula molecular = k . Fórmula Empírica

donde:

$$k = \frac{\text{Masa molar fórmula molecular}}{\text{Masa molar fórmula empírica}}$$

RELACIÓN ENTRE LA FÓRMULA MOLECULAR Y LA FÓRMULA EMPÍRICA.

COMPUESTO	F.M	k	F.E
Benceno	C_6H_6	6	CH
Etano	C_2H_6	2	CH_3
Propeno	C_3H_6	3	CH_2
Amoníaco	NH_3	1	NH_3
Agua	H_2O	1	H_2O

06. Determinar la fórmula molecular de un compuesto gaseoso cuya masa molecular es 60 y su composición centesimal es la siguiente: C= 40% ; H=6,67%; O=53,3%
mA : C=12; H=1; O=16

A) C_3H_8O
B) $C_2H_{12}O$
C) $C_2H_4O_2$
D) C_3H_7O
E) $C_4H_6O_2$

RESOLUCIÓN:

Elemento	% en masa	m.A	Moles de átomos		Fórmula Química
C	40	12	$\frac{40}{12} = 3{,}33$	$\frac{3{,}33}{3{,}33} = 1$	**F.E. = CH_2O → M = 30**
H	6,67	1	$\frac{6{,}67}{1} = 6{,}67$	$\frac{6{,}67}{3{,}33} = 2$	**F.M = $\frac{60}{30}(CH_2O) = C_2H_4O_2$**
O	53,33	16	$\frac{53{,}33}{16} = 3{,}33$	$\frac{3{,}33}{3{,}33} = 1$	

CLAVE: C

07. Una sal contiene Ca, O_2 y Br, y se tiene que:

I. % Ca = 1/2 (% Br)

II. % O = 1/3 (% Ca + %Br)

determinar la masa molar de dicha sal y el número de oxidación del bromo en la sal.

mA: Ca=40; Br=80; O=16

A) 160 y + 1 B) 320 y + 5 C) 300 y + 7

D) 320 y + 3 E) 400 y + 1

RESOLUCIÓN:

Cálculo de los porcentajes en masa de cada uno de los elementos que constituyen al compuesto:

Se sabe que:

$$\% Ca + \% O + \% Br = 100$$

$$\frac{1}{2}\% Br + \frac{1}{3}\left(\frac{1}{2}\% Br + \% Br\right) + \% Br = 100$$

Resolviendo, se tiene:

% Br = 50 ; %Ca = 25 ; %O= 25

Elemento	% en masa	m.A	Moles de átomos		Fórmula Química
Ca	25	40	$\frac{25}{40} = 0{,}625$	$\frac{0{,}625}{0{,}625} = 1\ (2) = 2$	La fórmula es: $Ca_2Br_2O_5$
Br	50	80	$\frac{50}{80} = 0{,}625$	$\frac{0{,}625}{0{,}625} = 1\ (2) = 2$	
O	25	16	$\frac{25}{16} = 1{,}5625$	$\frac{1{,}5625}{0{,}625} = 2{,}5\ (2) = 5$	

Determinación de la masa molar del compuesto:

Masa Molar : $Ca_2Br_2O_5 \rightarrow 2(m.A_{ca}) + 2(m.A_{Br}) + 5(m.A_O) \rightarrow 2(40) + 2(80) + 5(16) = 320\ g.mol^{-1}$

Determinación del número de oxidación del bromo en el compuesto:

$$\overset{2+}{Ca_2}\overset{x}{Br_2}\overset{2-}{O_5} \rightarrow 2(2) + x - 10 = 0 \rightarrow N.O_{Br} = +3$$

CLAVE: D

08. Un hidrocarburo al ser quemado con oxígeno produce 16,92 gramos de CO_2 y 3,465 gramos de agua, además se sabe que una molécula de dicho hidrocarburo tiene una masa de $1{,}295.10^{-22}$ gramos. Determinar la fórmula molecular del hidrocarburo.
mA: C=12; H=1

A) CH B) C_2H_2 C) C_5H_{18}
D) C_3H_6 E) C_6H_6

RESOLUCIÓN:

Sea el hidrocarburo: C_JH_L

Cuando combustiona completamente se obtiene:

Masa de CO_2 = 16,92 gramos

Masa de H_2O = 3,465 gramos

Cálculo de masa de carbono:

Masa molar del CO_2 = 44 g.mol^{-1}

44 gramos CO_2 ------ 12 gramos de C

16,92 gramos CO_2 ------ x

x = 4,61 gramos

Cálculo de masa de hidrógeno:

Masa molar del H_2O = 18 g.mol^{-1}

18 gramos H_2O ------ 2 gramos de H

3,465 gramos H_2O ------ x

x = 0,385 gramos

Cálculo de la Masa Molar de la Fórmula Molecular:

de:

$$\frac{m}{M} = \frac{N° \text{ moléculas}}{No} \rightarrow \frac{1{,}295.10^{-22}}{M} = \frac{1}{6{,}02.10^{23}} \rightarrow \boxed{M = 78}$$

Elemento	Masa (g)	m.A	Moles de átomos		Fórmula Química
C	4,61	12	$\frac{4{,}61}{12} = 0{,}385$	$\frac{0{,}385}{0{,}385} = 1$	F E =CH → M = 13
H	0,385	1	$\frac{0{,}385}{1} = 0{,}385$	$\frac{0{,}385}{0{,}385} = 1$	F.M = $\frac{78}{13}$ (CH) = C_6H_6

CLAVE: E

ESTEQUIOMETRÍA

- Es la parte de la química general que se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas tanto en masa como en volumen entre las sustancias que intervienen en una reacción química.

- Para realizar el análisis cuantitativo se recurre a leyes experimentales de combinación de la química que se agrupa en Leyes Ponderales y en Leyes Volumétricas.

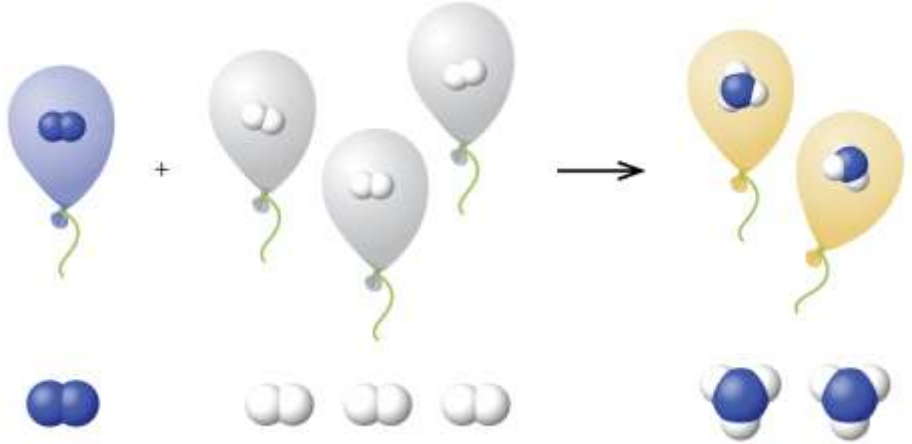
- Las leyes ponderables son aquellas que establecen las relaciones entre las masas de los reactantes que se combinan para formar productos.

$$2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(g)}$$

M=2 **M=32** **M= 18**

$$4\ g\ H_2 + 32\ g\ O_2 \rightarrow 36\ g\ H_2O$$

- Las leyes volumétricas establecen la relación entre los volúmenes de las sustancias gaseosas reactantes y productos a las mismas condiciones de presión y temperatura.



$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

$$1\ V + 3\ V \longrightarrow 2\ V$$

LEYES PONDERABLES

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

Ley de Antoine Lavoisier:

"En toda reacción química la suma de las masas de los sustancias reactantes, es igual a la suma de las masas de sus productos"

ECUACIÓN QUÍMICA	$2SO_{2(g)}$ +	$O_{2(g)}$ →	$2\ SO_{3(g)}$
Relación de Moles	2	1	2
Masa molar ($g.mol^{-1}$)	64	32	80
Masa (g)	2(64) gramos +	1(32) gramos →	2(80) gramos
ANTOINE LAVOSIER			
Σmasas reactantes = Σ masas productos			
160 gramos = 160 gramos			

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS Y CONSTANTES

Ley de Joseph L.Proust:

"En toda reacción química, cuando dos o más sustancias se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación o proporción en masa fija o invariable"

De lo anterior se deduce que cualquier exceso de uno de los reactivos no reacciona.

ECUACIÓN QUÍMICA	$2H_{2(g)}$ +	$O_{2(g)}$ →	$2\ H_2O_{(g)}$
Relación de Moles	2	1	2
Masa molar ($g.mol^{-1}$)	2	32	18
Masa (g)	2(2) gramos +	1(32) gramos →	2(18) gramos
JOSEPH PROUST			
1 gramo de H_2 → 8 gramos de O_2 → 9 gramos de H_2O			

LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

Ley de John Dalton:

“Cuando reaccionan los átomos de dos elementos para formar varios compuestos la masa de uno de ellos permanece constante, mientras que la masa del otro elemento varía en una cantidad que es múltiplo de la mínima masa que se combinó"

Ejemplo:

Para los compuestos formados por la combinación del bromo con el oxígeno tenemos:

$$Br_2O \ - \ Br_2O_3 \ - \ Br_2O_5 \ - \ Br_2O_7$$

Ejemplo:

Para los compuestos formados por la combinación del sodio con el oxígeno tenemos:

$$Na_2O \ - \ Na_2O_2$$

LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS

Fue planteada por Jeremías Benjamín Ritcher y C.F. Wenzel quienes establecen lo siguiente:

"Cuando dos sustancias reaccionan por separado con una tercera sustancia, estas sustancias pueden reaccionar entre sí con la misma masa o con cantidades proporcionales"

PRIMERA ECUACIÓN QUÍMICA	**$2\ Na + H_2 \rightarrow 2\ NaH$**
SEGUNDA ECUACIÓN QUÍMICA	**$Br_2 + H_2 \rightarrow 2\ HBr$**
TERCERA ECUACIÓN QUÍMICA	**$2\ Na + Br_2 \rightarrow 2\ NaBr$**
WENZEL y RITCHER	
2 átomos de sodio reaccionan con una molécula de H_2, a su vez 1 molécula de Br_2 reacciona con una molécula de H_2, según esta referencia 2 átomos de sodio reaccionan con una molécula de Br_2.	

LEYES VOLUMÉTRICAS

LEYES VOLUMÉTRICAS

Joseph Gay-Lussac

- Estas leyes establecen la relación entre los volúmenes de las sustancias gaseosas de los reactantes y productos a las mismas condiciones de presión y temperatura.

- Fue dada a conocer por el científico francés Joseph Gay-Lussac en 1 808, como producto de sus investigaciones sobre la compresión y expansión de los gases, y la reacción entre ellos.

PRIMERA LEY VOLUMÉTRICA

Esta ley establece lo siguiente:

"Cuando reaccionan volúmenes iguales de diferentes gases que se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperatura , se cumple que la suma de los volúmenes de los productos es igual a la suma de los volúmenes de los reactantes"

Ejemplo:

A las mismas condiciones de presión y temperatura vamos a hacer reaccionar $H_{2(g)}$ y $Br_{2(g)}$

ECUACIÓN QUÍMICA	$H_{2(g)}$ + $Br_{2(g)}$ → $2\ HBr_{(g)}$
VOLUMEN	1V + 1V → 2V
JOSEPH GAY LUSSAC	
2V = 2V	

SEGUNDA LEY VOLUMÉTRICA

Esta ley establece lo siguiente:

"Cuando reaccionan volúmenes diferentes de diferentes gases a las mismas condiciones de presión y temperatura, se cumple que la suma de los volúmenes de los productos es menor que la suma de los volúmenes de los reactantes"

Ejemplo:

A las mismas condiciones de presión y temperatura vamos a hacer reaccionar $H_{2(g)}$ y $N_{2(g)}$, para obtener amoniaco gaseoso, $NH_{3(g)}$

ECUACIÓN QUÍMICA	$3H_{2(g)}$ + $N_{2(g)}$ → $2\ NH_{3(g)}$
VOLUMEN	3V + 1V → 2V
JOSEPH GAY LUSSAC	
4V → 2V	

RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA MASA - MASA

09. Determinar la masa de oxígeno que se necesita para quemar 72 gramos de C_2H_6, según el siguiente proceso:

$$C_2H_{6(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

mA: C=12; H=1; O=16

A) 60 g B) 515 g C) 268,8 g
D) 315 g E) 275,9 g

RESOLUCIÓN:

m = 72 g **m = ?**

$$2C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

M = 30 **M = 32**

Cálculo de la masa de oxígeno:

$$\frac{72}{2(30)} = \frac{mO_2}{7(32)}$$

mO_2 = 268,8 gramos

CLAVE: C

10. El NaOH se prepara por la acción del $Ca(OH)_2$ sobre el Na_2CO_3 ¿ Cuántos gramos de NaOH pueden obtenerse si se utilizó 1 060 gramos Na_2CO_3 ?

m.A: Na=23; C=12; O=16; Ca=40

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow NaOH + CaCO_3$$

A) 400 g B) 800 g C) 600 g
D) 1200 g E) 1000 g

RESOLUCIÓN:

m = 1 060 g **m = ?**

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NaOH + CaCO_3$$

M = 106 **M = 40**

Cálculo de la masa de oxígeno:

$$\frac{1\,060}{106} = \frac{mNaOH}{2(40)}$$

mNaOH = 800 gramos

CLAVE: B

RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA MASA - VOLUMEN

RELACIÓN MASA - VOLUMEN

- Si nos dan o piden el volumen de un gas en condiciones normales, se utiliza el volumen molar normal es decir:

1 mol gas C.N → 1 V_N = 22,4 litros

- Si nos piden el volumen de un gas a una determinada condición de presión y temperatura se procede de la siguiente manera:

1. Mediante la estequiometría se calcula las moles del gas.
2. Para calcular el volumen del gas a la presión y la temperatura pedido se aplica la Ecuación Universal del Gas Ideal, es decir:

P. V = R. T. n

- Si nos dan el volumen de un gas a una determinada condición de presión y temperatura se procede de la siguiente manera:

1. Se calcula las moles del gas a la presión y volumen indicado se aplica la Ecuación Universal del Gas Ideal, es decir:

P. V = R. T. n

2. Con las moles del gas, se calcula las moles o masa pedidas.

11. El alcohol etílico, C_2H_5OH, también llamado alcohol de caña, se puede fabricar por fermentación del azúcar, que con frecuencia proviene del almidón de los granos. La reacción es:
¿Qué masa de glucosa se necesitará para obtener 112 litros de dióxido de carbono a C.N?

A) 450 g B) 225 g C) 125 g
D) 900 g E) 224 g

RESOLUCION:

m = ? **V = 112 L**

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

M = 180 **$V = 2V_{CN}$**

Cálculo de la masa de glucosa:

$$\frac{mC_6H_{12}O_6}{180} = \frac{112}{2(22,4)}$$

$mC_6H_{12}O_6$ = 450 gramos

CLAVE: A

12. Se trata hidruro de calcio con 45 gramos de agua, de acuerdo con el siguiente proceso:

$$CaH_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

¿Cuántos litros de gas hidrógeno medidos a 77°C y 780 mmHg, se producirán?

m.A: Ca=40; H=1; O=16

A) 25 L B) 64 L C) 120 L
D) 40 L E) 70 L

RESOLUCIÓN:

Cálculo de las moles del gas hidrógeno:

m = 45 g **n = ?**

$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$

M = 18 **n = 2**

nH_2 = 2,5

Cálculo del volumen de hidrógeno:

de:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n$$

Reemplazando los datos:

$$780 \cdot V_{H_2} = 62{,}4 \cdot 350 \cdot 2{,}5$$

V_{H_2} = 70 litros

CLAVE: E

RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA VOLUMEN - VOLUMEN

VOLUMEN DE AIRE PARA LA COMBUSTIÓN DE UNA MEZCLA GASEOSA

- Se fórmula una reacción de combustión completa para cada componente de la mezcla gaseosa.
- Se calcula el volumen de oxígeno que se necesita para cada reacción de combustión completa.
- Se suman todos los volúmenes de oxígeno y obtenemos el total de oxígeno para la combustión completa de la mezcla gaseosa.

- Para el cálculo del volumen del aire, tener en cuenta lo siguiente:

Si $\%V_{O_2} = 20$

$$V_{aire} = 5 \cdot \text{Volumen total de oxígeno}$$

Si $\%V_{O_2} = 21$

$$V_{aire} = \frac{100}{21} \cdot \text{Volumen total de oxígeno}$$

13. ¿Qué volumen de oxígeno se requiere para la combustión completa de 60 litros de C_3H_8 todos los gases se encuentran a las condiciones normales?

A) 30 L B) 300 L C) 40 L
D) 400 L E) 500 L

RESOLUCIÓN:

Cálculo del volumen O_2 necesario.

V = 60 L **V = ?**

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

$V = V_{CN}$ **$V = 5V_{CN}$**

$$\frac{60}{V_{CN}} = \frac{V_{O_2}}{5\,VCN}$$

V_{O_2} = 300 litros

CLAVE: B

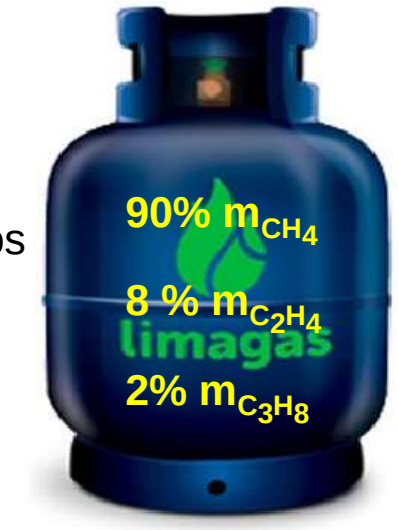
14. Si disponemos de una muestra de 600 gramos de gas natural conteniendo 90% en masa de CH_4; 8% en masa de C_2H_4 y 2% en masa de C_3H_8. Determinar el volumen de aire a C.N que se debe usar para lograr la combustión completa de la mezcla.

m.A: C=12; H=1; O=16

A) 6 000 L B) 8 441 L C) 8 290 L
D) 9 026 L E) 8 000 L

RESOLUCIÓN:

m_{total} = 600 gramos



m_{CH_4} = 540 gramos

$m_{C_2H_4}$ = 48 gramos

$m_{C_3H_8}$ = 12 gramos

Cálculo del volumen de oxígeno necesario para la combustión completa de cada componente de la mezcla gaseosa:

m= 540 g V = ?

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_2 + 2H_2O_{(g)}$$

M = 16 $2V_N$

$$\frac{540}{16} = \frac{V_{O_2}}{2(22{,}4)} \rightarrow V_{O_2} = 1\,512 \text{ L} \;....\; (\alpha)$$

m= 360 g V = ?

$$C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

M = 2 $3V_N$

$$\frac{48}{28} = \frac{V_{O_2}}{3(22{,}4)} \rightarrow V_{O_2} = 115{,}2 \text{ L} \;....\; (\beta)$$

m= 12 g V = ?

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$$

M = 44 $5V_N$

$$\frac{12}{44} = \frac{V_{O_2}}{5(22{,}4)} \rightarrow V_{O_2} = 30{,}55 \text{ L} \;....\; (\gamma)$$

CC - FE – FM - LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS

Cálculo del volumen total de oxígeno necesario para la combustión completa de la mezcla gaseosa:

V_{O_2} = 1 512 + 115,2 + 30,55 = 1 658 litros

Cálculo del volumen de aire necesario para la combustión completa de la mezcla gaseosa:

$V_{AIRE} = 5\ V_{O_2}$ = 5 (1658) =8 290 litros

CLAVE: C

15. 10 mL de una mezcla gaseosa de CH_4 y C_3H_8 para su combustión completa y requieren 41 mL de oxìgeno. ¿Cuál es el porcentaje en volumen del C_3H_8 en la mezcla inicial?

A) 30% B) 50% C) 40%
D) 60% E) 70%

RESOLUCIÓN:

Ecuaciones de combustión completa para el carbano y propano balanceadas:

$$\underset{x}{CH_{4(g)}} + \underset{2x}{2O_{2(g)}} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$\underset{y}{C_3H_{8(g)}} + \underset{5y}{5O_{2(g)}} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$$

luego:

$$x + y = 10$$
$$2x + 5y = 41$$

resolviendo:

$$y = 7 \rightarrow V_{C_3H_8} = y = 7 \text{ mL}$$

$$x = 3 \rightarrow V_{CH_4} = x = 3 \text{ mL}$$

$$\boxed{\%V_{C_3H_8} = \frac{7}{10} \cdot 100 = 70}$$

CLAVE: E

CLAVES DE LOS PROBLEMAS ADICIONALES

CLAVES DE LOS PROBLEMAS ADICIONALES

CLAVES									
16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
A	D	B	E	A	D	B	B	A	D

MUCHAS GRACIAS POR SU ATENCIÓN